

# REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

---

JULIA SALVADOR RODRIGUEZ  
C. E. LUIS VIVES

- 1.- Características de ácidos y bases
- 2.- Fuerza de ácidos y bases.
- 3.- Equilibrio de ionización del agua. Concepto de pH.
- 4.- Cálculos de concentraciones en equilibrio, pH, constantes, grado de disociación
- 5.- Reacciones de hidrólisis de sales.
- 7.- Indicadores de ácido-base.
- 8.- Valoraciones de ácido-base.
- 9.- Solubilidad. Producto de solubilidad

# CARACTERÍSTICAS DE ÁCIDOS Y BASES

## ÁCIDOS:

- × Tienen sabor agrio.
- × Son corrosivos para la piel.
- × Enrojecen ciertos colorantes vegetales.
- × Disuelven sustancias
- × Atacan a los metales desprendiendo  $H_2$ .
- × Pierden sus propiedades al reaccionar con bases.

## BASES:

- × Tienen sabor amargo.
- × Suaves al tacto pero corrosivos con la piel.
- × Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.
- × Precipitan sustancias disueltas por ácidos.
- × Disuelven grasas.
- × Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos.

# DEFINICIONES DE ÁCIDOS Y BASES

## ARRHENIUS:

**ÁCIDO:** Sustancia que en disolución acuosa disocia cationes  $H^+$ .



**BASE:** Sustancia que en disolución acuosa disocia aniones  $OH^-$ .



## BRÖNSTED - LOWRY:

**ÁCIDOS:** Sustancia que en disolución cede  $H^+$ .

**BASES:** Sustancia que en disolución acepta  $H^+$ .

## LEWIS:

**ÁCIDOS:** “Sustancia que contiene al menos un átomo capaz de **aceptar** un par de electrones y formar un enlace covalente coordinado”.



El HCl es un ácido porque contiene un átomo (de H) que al disociarse y quedar como  $\text{H}^+$  va a aceptar un par de electrones del  $\text{H}_2\text{O}$  formando un enlace covalente coordinado ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

**BASES:** “Sustancia que contiene al menos un átomo capaz de **aportar** un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado”.

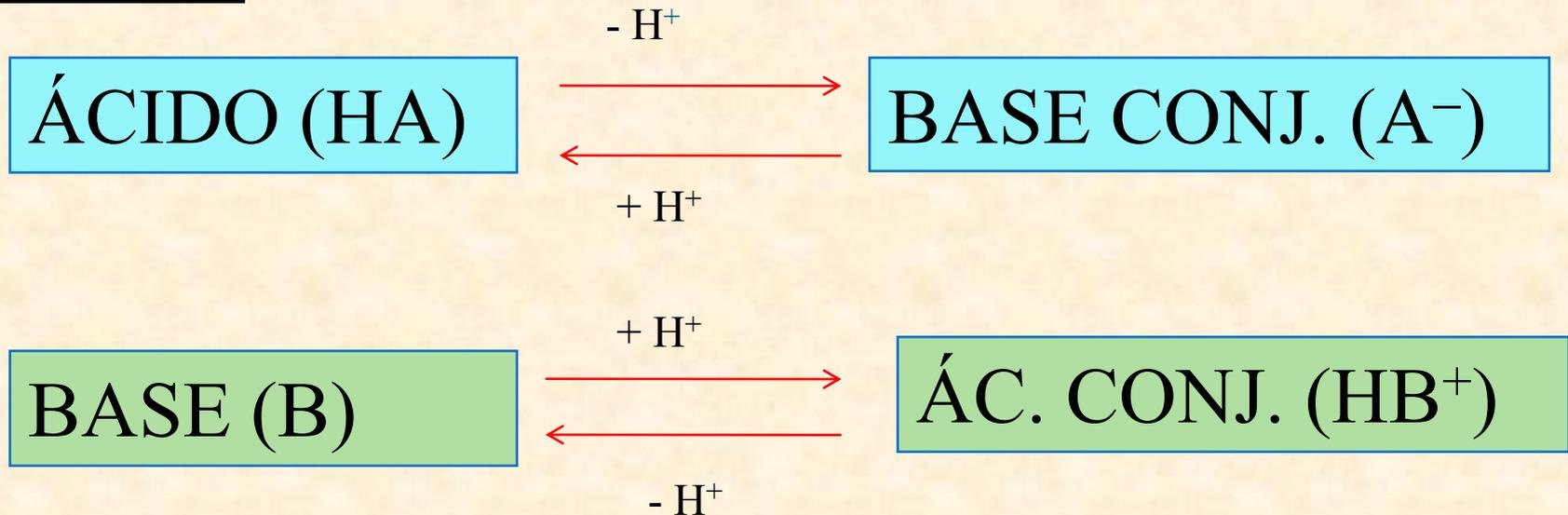


En este caso el  $\text{NH}_3$  es una base porque contiene un átomo (de N) capaz de aportar un par de electrones en la formación del enlace covalente coordinado ( $\text{NH}_4^+$ ).

## Par Ácido/base conjugado

Siempre que una sustancia se comporta como ácido (cede  $H^+$ ) hay otra que se comporta como base (captura dichos  $H^+$ ).

Cuando un ácido pierde  $H^+$  se convierte en su “base conjugada” y cuando una base captura  $H^+$  se convierte en su “ácido conjugado”.



## Disociación de un ácido:



En este caso el H<sub>2</sub>O actúa como base y el HCl al perder el H<sup>+</sup> se transforma en Cl<sup>-</sup> (base conjugada)

## Disociación de una base:



En este caso el H<sub>2</sub>O actúa como ácido pues cede H<sup>+</sup> al NH<sub>3</sub> que se transforma en NH<sub>4</sub><sup>+</sup> (ácido conjugado)

## Fuerza de ácidos y bases

### Ácidos y bases fuertes: (→)

Están totalmente disociados



### Ácidos y bases débiles: (→)

Están disociados parcialmente



Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada y viceversa

# FORTALEZA DE LOS ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

A lo largo de un **periodo**, la acidez aumenta hacia la derecha en función del **incremento de la electronegatividad** y, dentro del **grupo**, hacia abajo, siguiendo el **radio atómico creciente**.

AUMENTA LA ACIDEZ



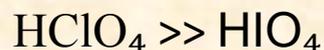
H <sub>2</sub> O	HF
H <sub>2</sub> S	HCl
H <sub>2</sub> Se	HBr
H <sub>2</sub> Te	HI



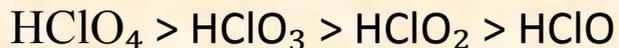
AUMENTA  
LA ACIDEZ

# FORTALEZA DE LOS ÁCIDOS OXÁCIDOS

En ácidos que solo se diferencia en el átomo central, la fuerza del ácido aumenta en proporción a la electronegatividad del mismo, debido a que debilita el enlace entre el oxígeno y el hidrógeno



Para oxácidos que tengan el mismo átomo central y diferente número de átomos de oxígeno, la fuerza del ácido aumenta a medida que se incrementa el número de átomos de oxígeno por la estabilidad que proporcionan al dispersar la carga:



Ácido	Fuerza	Reacción
Ácido perclórico	Muy fuerte	$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$
Ácido clorhídrico	Fuerte	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
Ion sulfato ácido	Fuerte	$\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
Ácido fosfórico	Débil	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
Ácido Acético	Débil	$\text{CH}_3\text{-COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}^+$
Ion sulfito ácido	Débil	$\text{HSO}_3^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$
Peróxido de hidrógeno	Muy débil	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$

En disoluciones acuosas diluidas ( $[\text{H}_2\text{O}] \approx \text{constante}$ ) la fuerza de un ácido **HA** depende de la constante de equilibrio:



$$K_c = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \longrightarrow K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Lo mismo ocurre cuando es una base **BOH**:



$$K_c = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \longrightarrow K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Cuanto mayor es el valor de  $K_a$  o  $K_b$  mayor es la fuerza del ácido o de la base

Según el valor de  $K_a$  hablaremos de ácidos fuertes o débiles:

Si  $K_a > 100 \Rightarrow$  El ácido es **fuerte** y estará disociado casi en su totalidad.

Si  $K_a < 1 \Rightarrow$  El ácido es **débil** y estará sólo parcialmente disociado.

Por ejemplo, el ácido acético ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) es un ácido débil ya que su  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

## Ácidos polipróticos

Son aquellos que pueden ceder más de un  $\text{H}^+$ . Por ejemplo el  $\text{H}_2\text{CO}_3$  es diprótico.

Existen pues, tantos equilibrios como  $\text{H}^+$  disocie:

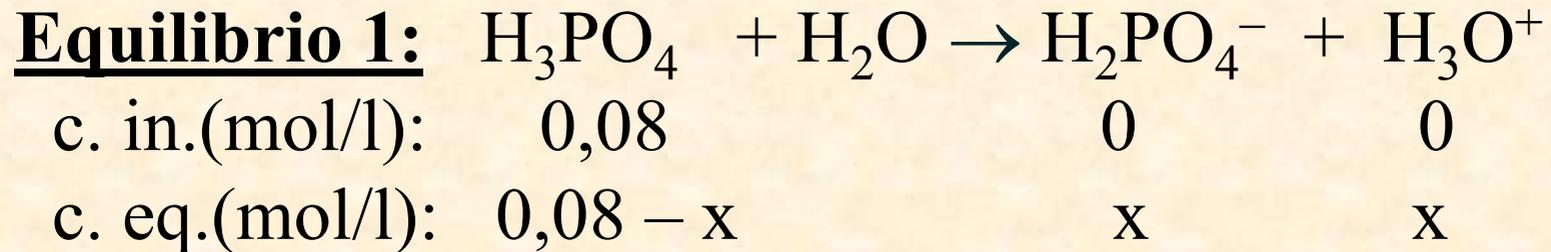


$$K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \quad K_{a2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$$K_{a1} = 4,5 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad K_{a2} = 5,7 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

Las constantes sucesivas siempre van disminuyendo.

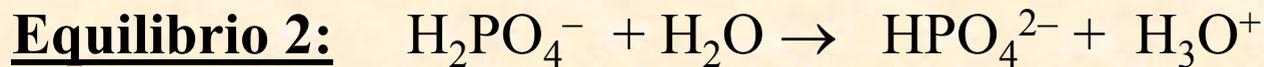
Sabiendo que las constantes de acidez del ácido fosfórico son:  
 $K_{a1} = 7,5 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$  y  $K_{a3} = 2,2 \cdot 10^{-13}$ , calcular las concentraciones de los iones  $H_3O^+$ ,  $H_2PO_4^-$ ,  $HPO_4^{2-}$  y  $PO_4^{3-}$  en una disolución de  $H_3PO_4$  0,08 M.



$$\Rightarrow x = 0,021$$

$$K_{a1} = \frac{[H_2PO_4^-][H_3O^+]}{[H_3PO_4]} = \frac{x^2}{0,08-x} = 7,5 \cdot 10^{-3} M$$

$$[H_2PO_4^-] = [H_3O^+] = 0,021M$$



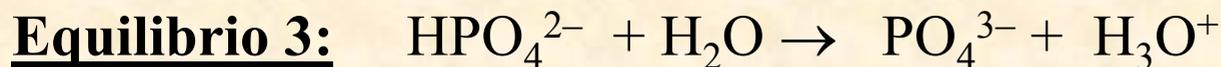
c. in.(mol/l): 0,021                      0                      0,021

c. eq.(mol/l):  $0,021 - y$                        $y$                        $0,021 + y$

$\Rightarrow y = 6,2 \times 10^{-8} \text{ M}$

$$k_{a2} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{y \cdot (0,021 + y)}{0,021 - y} = \frac{0,021y}{0,021} = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}] = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$



c. in.(mol/l):  $6,2 \times 10^{-8}$                       0                      0,021

c. eq.(mol/l):  $6,2 \times 10^{-8} - z$                        $z$                        $0,021 + z$

$\Rightarrow z = 6,5 \times 10^{-19} \text{ M}$

$$k_{a3} = \frac{[\text{HPO}_4][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = \frac{z \cdot (0,021 + z)}{6,2 \cdot 10^{-8} - z} = \frac{0,021z}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 2,2 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 6,5 \cdot 10^{-19} \text{ M}$$

# EQUILIBRIO DE IONIZACIÓN DEL AGUA. CONCEPTO DE pH.

El agua tiene una pequeña conductividad eléctrica por lo que se puede ionizar según la reacción:



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Como [ H<sub>2</sub>O ] es constante por tratarse de un líquido

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Esta constante se conoce como “**producto iónico del agua**”

## CONCEPTO DE pH.

El valor de dicho producto iónico del agua es:

$$K_w(25^\circ\text{C}) = 10^{-14} \text{ M}^2$$

En el caso del agua pura:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14} \text{ M}^2} = 10^{-7} \text{ M}$$

Se denomina pH a:

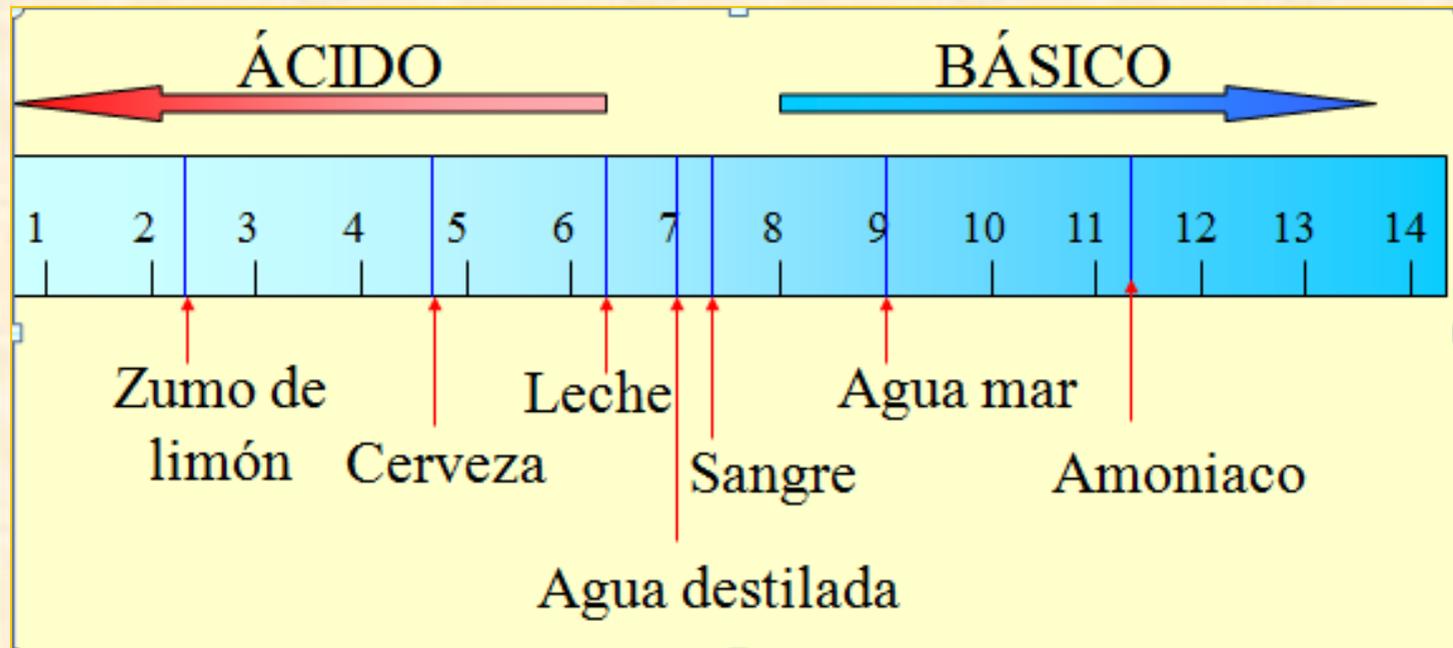
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Y para el caso de agua pura, como  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$ :

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

# TIPOS DE DISOLUCIONES

- Ácidas:  $[H_3O^+] > 10^{-7} M \Rightarrow pH < 7$
- Básicas:  $[H_3O^+] < 10^{-7} M \Rightarrow pH > 7$
- Neutras:  $[H_3O^+] = 10^{-7} M \Rightarrow pH = 7$



## CONCEPTO DE pOH

A veces se usa este otro concepto, en vez del pH:

$$\mathbf{pOH = -\log [OH^-]}$$

Como  $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$

Aplicando logaritmos y cambiando el signo tendríamos:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

El pH de una disolución acuosa es 12,6. ¿Cual será la  $[\text{OH}^-]$  y el pOH a la temperatura de 25°C?

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 12,6$ , de donde se deduce que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12,6} \text{ M} = 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

Como  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{2,5 \cdot 10^{-13} \text{ M}} = 0,04 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,04 \text{ M} = 1,4$$

Una disolución de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,2 g/ml y una riqueza del 20 % en peso. a) Calcule su concentración expresada en moles/litro y en gramos/litro. b) Calcule el pH de una disolución preparada diluyendo mil veces la anterior.

$$\text{a) } d = \frac{m_d}{v} \rightarrow m_d = d \cdot v \quad \longrightarrow \quad \% = \frac{m_s}{m_d} \cdot 100 = \frac{m_s}{d \cdot v} \cdot 100 = 20$$

$$m_s(\text{gr/l}) = \frac{d \cdot v \cdot 20}{100} \quad \text{si } v = 1 \text{ L} \rightarrow m_s = \frac{1,2 \cdot 1 \cdot 20}{100} = 240 \text{ gr/l}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m_s}{Pm}}{V} = \frac{m_s}{Pm \cdot V} = \frac{\text{conc}}{Pm} = \frac{240}{98} = 2,45 \text{ mol/l}$$

b) Teniendo en cuenta la disolución del sulfúrico:



$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log (2 \cdot 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ M}) = 2,35$$

# CÁLCULOS DE CONCENTRACIONES EN EQUILIBRIO, Ph, CONSTANTES, GRADO DE DISOLUCIONES

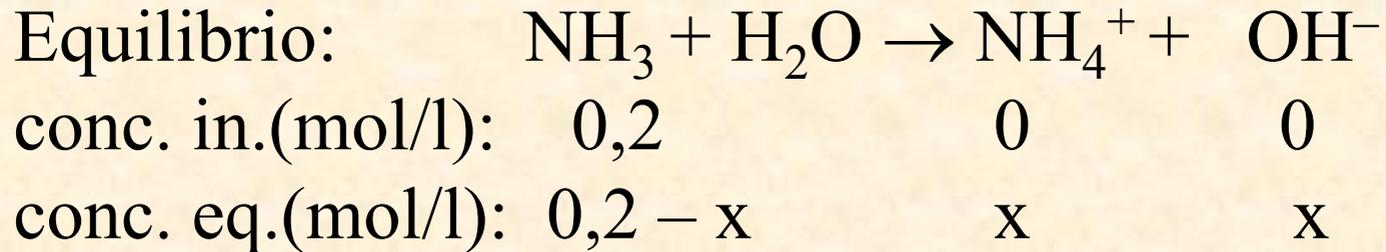
Al igual que el pH se denomina pK a:

$$pK_a = -\log K_a ; \quad pK_b = -\log K_b$$

Cuanto mayor es el valor de  $K_a$  o  $K_b$  mayor es la fuerza del ácido o de la base.

Igualmente, cuanto mayor es el valor de  $pK_a$  o  $pK_b$  menor es la fuerza del ácido o de la base.

Determinar el pH y el pOH de una disolución 0,2 M de  $\text{NH}_3$  sabiendo que  $K_b$  (25°C) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$  M



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,2 - x} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

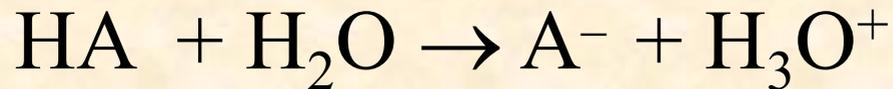
$$x = [\text{OH}^-] = 1,9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,9 \times 10^{-3} = \mathbf{2,72}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,72 = \mathbf{11,28}$$

## Relación entre $K_a$ y $K_b$ conjugada

Equilibrio de disociación de un ácido:



Reacción de la base conjugada con el agua:



$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad ; \quad K_b = \frac{[\text{HA}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

$$K_a \times K_b = \frac{\cancel{[\text{A}^-]} \times [\text{H}_3\text{O}^+] \times \cancel{[\text{HA}]} \times [\text{OH}^-]}{\cancel{[\text{HA}]} \times \cancel{[\text{A}^-]}} = K_w$$

## Relación entre $K_a$ y $K_b$ conjugada.

Para un equilibrio ácido-base cualquiera: ácido<sub>1</sub> + base<sub>2</sub> ⇌ base<sub>1</sub> + ácido<sub>2</sub>

$$K_c = \frac{K_a (\text{ácido 1})}{K_a (\text{ácido 2})}$$

Si  $K_a (\text{ácido}_1) \gg K_a (\text{ácido}_2) \rightarrow K_c$  será muy grande

Si  $K_a (\text{ácido}_1) \ll K_a (\text{ácido}_2) \rightarrow K_c$  será muy pequeña

lo que nos lleva a predecir que un equilibrio está desplazado en el sentido en que el ácido más fuerte (con mayor  $K_a$ ) sea el que ceda el protón.

En la práctica, esta relación ( $K_a \times K_b = K_w$ ) significa que:

Si un ácido es fuerte su base conjugada es débil.

Si un ácido es débil su base conjugada es fuerte.

A la constante del ácido o base conjugada en la reacción con el agua se le suele llamar **constante de hidrólisis** ( $K_h$ ).

Calcular la  $K_b$  del KCN si sabemos que la  $K_a$  del HCN vale  $4,9 \cdot 10^{-10} \text{ M}$ .

El HCN es un ácido débil (constante muy pequeña). Por tanto, su base conjugada, el  $\text{CN}^-$ , será una base relativamente fuerte. Su reacción con el agua será:



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{4,9 \times 10^{-10} \text{ M}} = \mathbf{2,0 \times 10^{-5} \text{ M}}$$



## Relación entre la constante y el grado de disociación $\alpha$

En la disociación de un ácido o una base

$$K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c\alpha \times c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Igualmente:

$$K_b = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

En el caso de ácidos o bases muy débiles

$(K_a/c$  o  $K_b/c < 10^{-5})$ ,  $\alpha$  se desprecia frente a 1

$$K_a = c \alpha^2 \quad (K_b = c \alpha^2)$$

De donde:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}}$$

Una disolución de  $\text{HBO}_2$   $10^{-2}$  M tiene un pH de 5,6. a) Razone si el ácido y su base conjugada serán fuertes o débiles. b) Calcule la constante de disociación del ácido ( $K_a$ ). c) Calcule, si es posible, la constante de basicidad del ion borato ( $K_b$ ).

$$\text{a) } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,6} = 2,51 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+]/c = 2,51 \times 10^{-6} \text{ M} / 10^{-2} \text{ M} = \mathbf{2,51 \times 10^{-4}}$$

Está disociado en un 0,025 % luego se trata de un ácido débil. Su base conjugada,  $\text{BO}_2^-$ , será pues, relativamente fuerte.

$$\text{b) } K_a = c \times \alpha^2 = 10^{-2} \text{ M} \times (2,51 \times 10^{-4})^2 = \mathbf{6,3 \times 10^{-10}}$$

$$\text{c) } K_b = K_w / K_a = 10^{-14} / 6,3 \times 10^{-10} = \mathbf{1,58 \times 10^{-5}}$$

En un laboratorio se tienen dos matraces, uno conteniendo 15 ml de HCl cuya concentración es 0,05 M y el otro 15 ml de ácido etanoico (acético) de concentración 0,05 M

a) Calcule el pH de cada una de ellas. b) ¿Qué cantidad de agua se deberá añadir a la más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo?

Dato:  $K_a$  (ácido etanoico) =  $1,8 \times 10^{-5}$

a) HCl es ácido fuerte luego está totalmente disociado, por lo que  $[H_3O^+] = 0,05 \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 0,05 = \mathbf{1,30}$$

$\text{CH}_3\text{COOH}$  es ácido débil por lo que:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M}}{0,05 \text{ M}}} = 0,019$$

$$[H_3O^+] = c \alpha = 0,05 \text{ M} \times 0,019 = 9,5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 9,5 \times 10^{-4} = \mathbf{3,0}$$

b)  $n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ en HCl} = V \times \text{Molaridad} = 0,015 \text{ l} \times 0,05 \text{ M} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol.}$

Para que el pH sea 3,0  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ M}$  que será también la  $[\text{HCl}]$  ya que está totalmente disociado.

El volumen en el que deberán estar disueltos estos moles es:

$$V = n/\text{Molaridad} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol} / 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1} = 0,75 \text{ litros}$$

Luego habrá que añadir  $(0,75 - 0,015)$  litros = **735 ml**

## REACCIONES DE HIDRÓLISIS DE SALES.

Es la reacción ácido – base que pueden realizar los iones de una sal con el agua.

Sólo es apreciable cuando estos iones proceden de un ácido o una base débil:

### Hidrólisis ácida (de un catión):



### Hidrólisis básica (de un anión):



## Tipos de hidrólisis.

Según procedan el catión y el anión de un ácido o una base fuerte o débil, las sales se clasifican en:

1.- Sales procedentes de **ácido fuerte y base fuerte.**

Ejemplo: NaCl

2.- Sales procedentes de **ácido débil y base fuerte.**

Ejemplo: NaCN

3.- Sales procedentes de **ácido fuerte y base débil.**

Ejemplo:  $\text{NH}_4\text{Cl}$

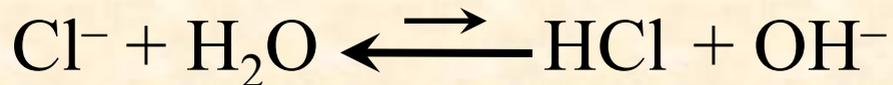
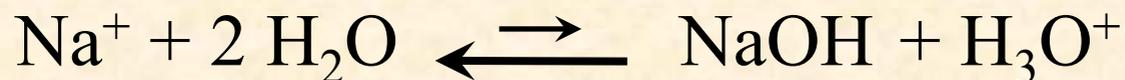
4.- Sales procedentes de **ácido débil y base débil.**

Ejemplo:  $\text{NH}_4\text{CN}$

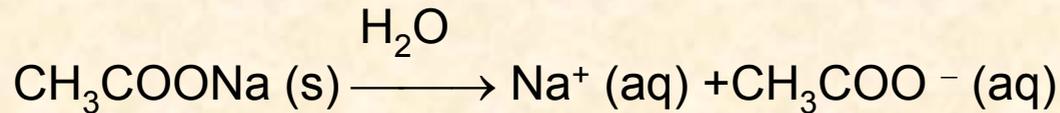
1.- Sales procedentes de ácido fuerte y base fuerte.



**NO SE PRODUCE HIDRÓLISIS** ya que tanto el  $\text{Na}^+$  que es un ácido muy débil como el  $\text{Cl}^-$  que es una base muy débil apenas reaccionan con agua. Es decir los equilibrios:



## 2.- Sales procedentes de ácido débil y base fuerte.



**SE PRODUCE HIDRÓLISIS BÁSICA** ya que el  $\text{Na}^+$  es un ácido muy débil y no reacciona con agua, pero el  $\text{CH}_3\text{-COO}^-$  es una base fuerte y sí lo hace:



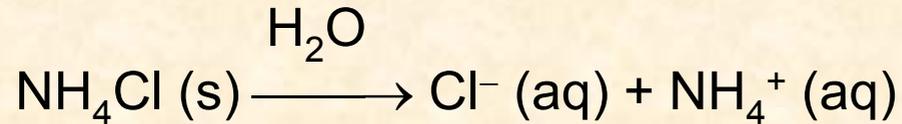
Se produce un exceso de  $\text{OH}^-$  lo que provoca que el  $\text{pH} > 7$  (la disolución se hará básica).

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

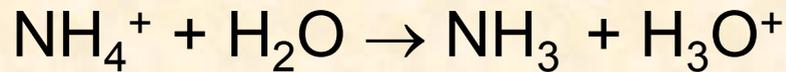
En general:  $K_h = \frac{K_w}{K_a}$

Cuanto más débil sea el ácido más básica es la disolución

3.- Sales procedentes de ácido fuerte y base débil.



**SE PRODUCE HIDRÓLISIS ÁCIDA** ya que el  $\text{NH}_4^+$  es un ácido relativamente fuerte y reacciona con agua mientras que el  $\text{Cl}^-$  es una base débil y no lo hace:



Lo que provoca un exceso de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y por tanto la solución se hará ácida ( $\text{pH} < 7$ ).

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Cuanto más débil sea la base más ácida es la disolución.

#### 4.- Sales procedentes de ácido débil y base débil.

##### Ejemplo: $\text{NH}_4\text{CN}$

En este caso tanto el catión  $\text{NH}_4^+$  como el anión  $\text{CN}^-$  se hidrolizan y la disolución será ácida o básica según qué ion se hidrolice en mayor grado.

Como  $K_b(\text{CN}^-) = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$  y  $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10} \text{ M}$ , en este caso, la disolución es básica ya que  $K_b(\text{CN}^-)$  es mayor que  $K_a(\text{NH}_4^+)$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

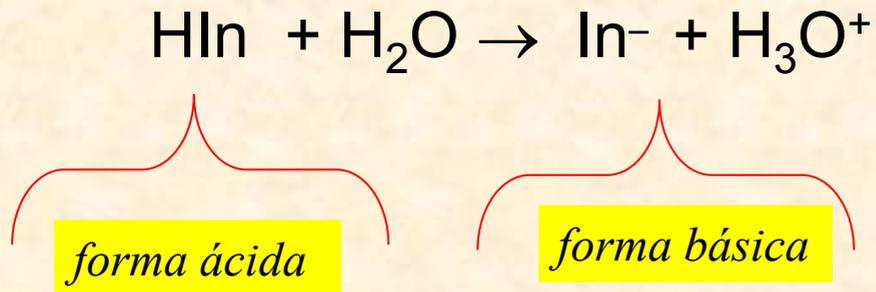
Sales de bases débiles y ácidos débiles para las cuales:  $K_b = K_a$   
El pH es aproximadamente 7.

Sales de bases débiles y ácidos débiles para las cuales:  $K_b > K_a$   
El pH es ligeramente mayor a 7.

Sales de bases débiles y ácidos débiles para las cuales:  $K_b < K_a$   
El pH es ligeramente menor a 7.

# INDICADORES DE ÁCIDO - BASE.

Son sustancias que cambian de color al pasar de la forma ácida a la básica:



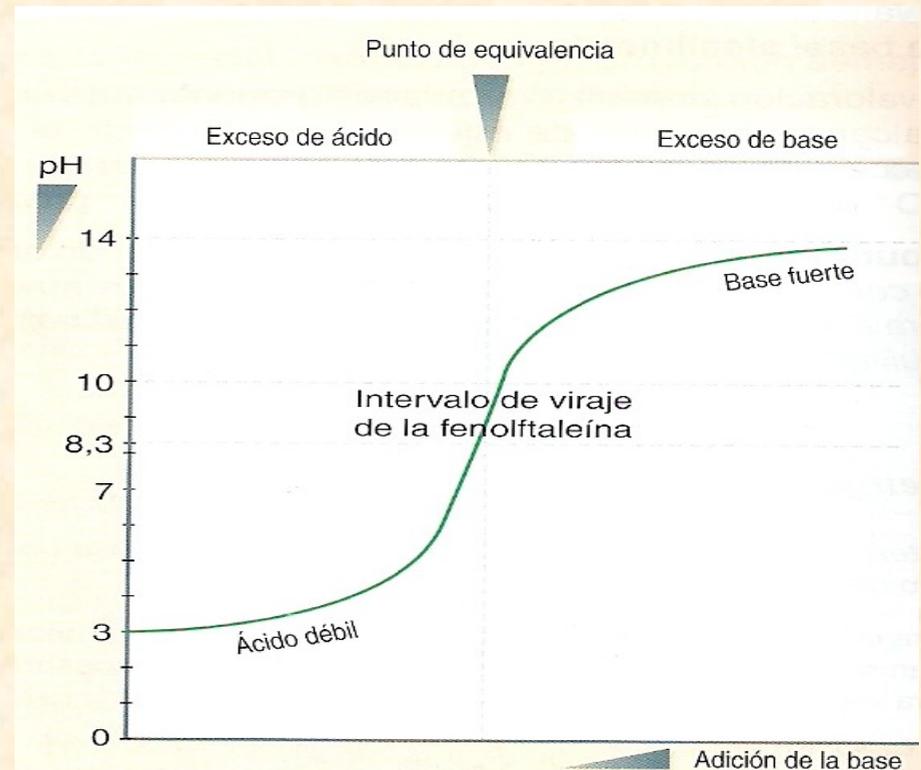
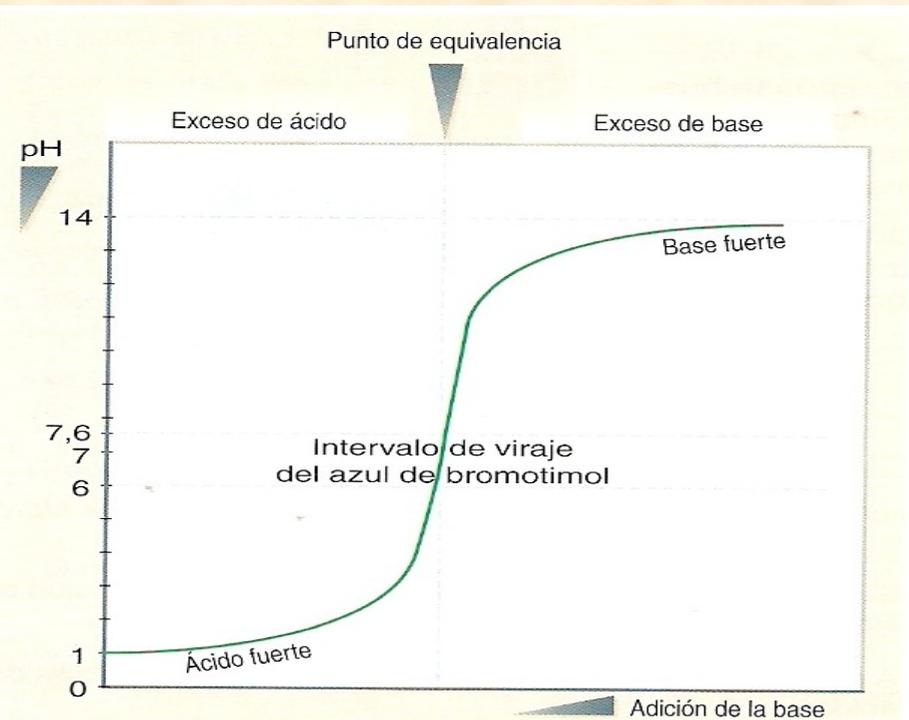
El cambio de color se considera apreciable cuando  $[\text{HIn}] > 10 \cdot [\text{In}^-]$   
o  $[\text{HIn}] < 1/10 \cdot [\text{In}^-]$

## Algunos indicadores de pH

<b>Indicador</b>	<b>Color forma ácida</b>	<b>Color forma básica</b>	<b>Zona de viraje (pH)</b>
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0-2
Rojo Congo	Azul	Rojo	3-5
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4-6
Tornasol	Rojo	Azul	6-8
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8-10

# VALORACIONES DE ÁCIDO - BASE.

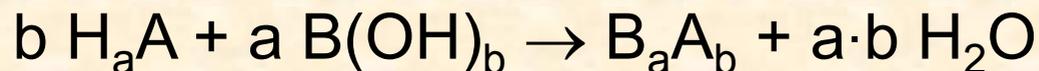
Valorar es medir la concentración de un determinado ácido o base a partir del análisis volumétrico de la base o ácido utilizado en la reacción de neutralización.



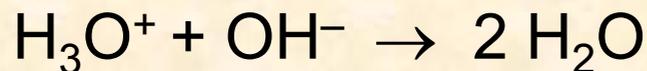
La neutralización de un ácido/base con una base/ácido de concentración conocida se consigue cuando

$$n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+).$$

La reacción de neutralización puede escribirse:



La sal  $\text{B}_a\text{A}_b$  ( $a\text{B}^{b+} + b\text{A}^{a-}$ ) se encuentra disociada, por lo que la única reacción es:



$$\mathbf{n(\acute{a}cido) \times a = n(base) \times b}$$

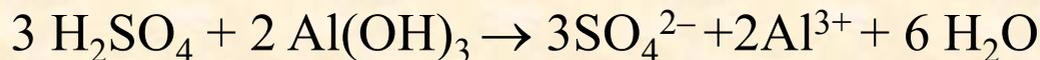
$$V_{\text{ácido}} \times [\text{ácido}] \times a = V_{\text{base}} \times [\text{base}] \times b$$

Podemos expresar la concentración como Normalidad:

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \times n \text{ (H u OH)}$$

$$V_{\text{ácido}} \times N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \times N_{\text{base}}$$

100 ml de una disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se neutralizan con 25 ml de una disolución 2 M de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ¿Cuál será la  $[\text{H}_2\text{SO}_4]$ ?



$$100 \text{ ml} \cdot M_{\text{ácido}} \cdot 2 = 25 \text{ ml} \cdot 2 M_{\text{base}} \cdot 3$$

De donde:

$$M_{\text{ácido}} = \frac{25 \text{ ml} \cdot 2 M \cdot 3}{100 \text{ ml} \cdot 2} = 0,75 M \quad [\text{H}_2\text{SO}_4] = \mathbf{0,75 M}$$

$$V_{\text{ácido}} \times N_{\text{ácido}} = V_{\text{bas}} \times N_{\text{base}} \quad (N_{\text{base}} = 3 \times M_{\text{base}})$$

$$100 \text{ ml} \times N_{\text{ácido}} = 25 \text{ ml} \times 6 \rightarrow N_{\text{ácido}} = 1,5 N \Rightarrow$$

$$M_{\text{ácido}} = N_{\text{ácido}}/2 = \mathbf{0,75 M}$$

Si 10,1 ml de vinagre han necesitado 50,5 ml de una base 0,2 N para su neutralización. a) Cuál será la normalidad del ácido en el vinagre; b) Suponiendo que su acidez se debe al ácido acético (ácido etanoico). ¿Cuál es el porcentaje en peso del ácido acético si la densidad del vinagre es de 1,06 g/ml?

$$a) V_{\text{ácido}} \times N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \times N_{\text{base}}$$

$$N_{\text{ácido}} = \frac{50'5 \text{ ml} \cdot 0'2 \text{ N}}{10'1 \text{ ml}} = 1 \text{ N}$$

$$M_{\text{ácido}} = 1 \text{ M}$$

b) Supongamos que tenemos un litro de vinagre:

$$m(\text{á. acético}) = \text{Molaridad} \times M \times V = 1 \text{ mol/L} \times 60 \text{ g/mol} \times 1 \text{ L} = 60 \text{ g}$$

$$\% = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{60 \text{ g}}{1060 \text{ g}} \cdot 100 = 5'66\%$$